

## Herstellung eines Kältepacks

Das Abkühlen eines Kältepacks erfolgt durch eine spontan ablaufende endotherme Reaktion. Die SuS müssen zum Verständnis den Enthalpiebegriff sowie exotherme und endotherme Reaktionsverläufe kennen. Darauf aufbauend kann die Entropie eingeführt werden.

Gefahrenstoffe		
Ammoniumthiocyanat	H: <u>302+2-322-412</u>	P: <u>273-302+352</u>
Bariumhydroxid-Octahydrat	H: 332-302-314	P: 280-301+330+331-305+351+338-309+310
Bariumthiocyanat	H: 302+312+332-412	P: 261-273-280-304+340-363-501
Ammoniak	H: 221-280-331-314-400	P: 210-260-273-304+340-303+361+353-305+351+338-315-377-381
Wasser	-	-
		

Materialien: Becherglas (100 mL) oder Gefrierbeutel, Digitalthermometer, feuchtes Papier, Indikatorpapier, Glasstab

Chemikalien: Ammoniumthiocyanat, Bariumhydroxid, Ammoniak, Bariumthiocyanat, Wasser

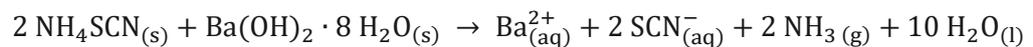
Durchführung: In einem Becherglas oder verschließbaren Gefrierbeutel werden ca. 5 g Bariumhydroxid mit derselben Menge an Ammoniumthiocyanat durch kurzes Umrühren mit einem Glasstab vermischt. Das Gefäß wird zur besseren Demonstration des Phänomens auf eine feuchte Unterlage, wie z. B. ein feuchtes Papier gelegt und die Temperatur des Gemisches gemessen. Der pH-Wert des Gasraums wird mit feuchtem Indikatorpapier überprüft.

Beobachtung: Von anfänglichen 20,7 °C kühlt das Gemisch in weniger als einer Minute auf -16,2 °C ab. Ohne Verwendung einer feuchten Unterlage wurde ein Temperaturminimum bei 3,0 °C festgestellt. Das Indikatorpapier verfärbte sich blaugrün. Es ist ein ammoniakalischer Geruch wahrnehmbar.



Abb. 1 - Temperaturmessung der Kältemischung.

Deutung: Gemäß folgender Reaktionsgleichung entsteht bei der Reaktion Ammoniak, was sowohl den Geruch als auch die Färbung des Indikatorpapiers erklärt, das einen pH-Wert von ca. 12 angezeigt hat.



Die plötzliche Abkühlung nach Zusammengeben der beiden Salze zeigt, dass eine endotherme Reaktion abläuft – und zwar freiwillig. Die SuS wissen, dass für endotherme Reaktionen  $\Delta H > 0$  gilt, was ein augenscheinlicher Widerspruch zu sein scheint. Eine Begründung stellt die Gibbs-Helmholtz-Gleichung dar, welche die Größen Enthalpie und Entropie verknüpft:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Die neue Größe  $\Delta G$ , die freie Enthalpie, liefert eine Aussage über den freiwilligen Ablauf von Reaktionen. Ist  $\Delta G > 0$ , so ist dies nicht der Fall. Solche Reaktionen werden als endergonisch bezeichnet, wohingegen spontan ablaufende Reaktionen exergonisch genannt werden. Für sie gilt  $\Delta G < 0$ . Bezogen auf das Experiment muss eben jenes gelten, da die Reaktion offensichtlich freiwillig abläuft. Dies ist genau dann gewährleistet, wenn die Enthalpieänderung kleiner als das Produkt aus Entropieänderung und absoluter Temperatur ist. Außerdem steigt die Entropie durch die Zunahme der Teilchenanzahl sowie das Vorliegen in wässriger Phase gelöster oder gasförmiger Produkte, was diesen Effekt nur noch verstärkt.

Entsorgung: Die Entsorgung der Lösung erfolgt im Schwermetallbehälter.

Literatur:

[1] Universität Göttingen, Praktikumsskript zum Anorganisch-Chemischen Praktikum, 2013, S. 24.

Der Versuch steht in Widerspruch zum bisherigen Kenntnisstand der SuS, da zuvor galt, dass endotherme Reaktionen nicht freiwillig ablaufen. Auf erhöhtem Anforderungsniveau erfolgt mithilfe dieses kognitiven Konflikts die Definition der Entropie. Im Anschluss an diesen Versuch kann die Gibbs-Helmholtz-Gleichung hergeleitet werden. In diesem Zusammenhang sind die Begriffe exergonisch und endergonisch einzuführen.